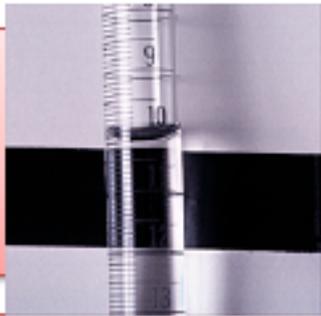


Titulación de soluciones

PROFESOR EFRÉN GIRALDO TORO



TITULACIÓN



- *La titulación o valoración de soluciones tiene como principal objetivo determinar la **concentración** de una solución ácida o básica desconocida denominada solución analizada.*
- *Esto se logra a través de la adición de pequeños volúmenes de una solución ácida o básica de concentración conocida-la solución valorada- a la solución a analizar.*

- *El proceso se basa en la neutralización que se lleva a cabo entre las dos soluciones, ya que una es ácida y la otra es básica.*
- *Así, si sabemos la concentración de iones H de la solución valorada, podremos deducir la concentración de iones OH en la solución analizada, a partir del volumen de solución valorada usado para neutralizarla, pues la (H) debe ser igual a la (OH)*

- *Cuando esto sucede se dice que se ha alcanzado el punto de equivalencia.*
- *En este punto, el número de equivalentes-gramo del ácido y la base son iguales.*

- La titulación es un método de análisis que le permite determinar el punto final de una reacción y por consiguiente la cantidad exacta de un reactivo en el frasco de titulación.
- Se usa una bureta para liberar el segundo reactivo al frasco y un indicador o el pH-Metro para detectar el punto final de la reacción.

- La titulación es un proceso en el cual la solución estándar (de concentración conocida) se combina con una solución de concentración desconocida para determinar dicha concentración.

- Cuando la neutralización se produce entre un **ácido fuerte y una base fuerte** el pH en el punto de equivalencia es 7 ya que todos los iones OH^- han sido neutralizados por los H^+ .

- En las titulaciones es común el uso de indicadores internos. Los indicadores son compuestos orgánicos de estructura compleja que cambian de color en solución a medida que cambia el pH. A continuación se describen algunos de ellos.

INDICADOR	COLOR ÁCIDO	RANGO DE pH DEL CAMBIO DE COLOR	COLOR ALCALINO
Azul de timol	Rojo	1.2 – 2.8	Amarillo
Anaranjado de metilo	Rojo	3.1 – 4.5	Amarillo
Verde de bromocresol	Amarillo	3.8 – 5.5	Azul
Rojo de metilo	Rojo	4.2 – 6.3	Amarillo
Papel de tomasol	Rojo	5.0 – 8.0	Azul
Azul de bromotimol	Amarillo	6.0 – 7.6	Azul
Azul de timol	Amarillo	8.0 – 9.6	Azul
Fenolftaleína	Incoloro	8.3 – 10.0	Rojo
Amarillo de alizarina	Amarillo	10.0 – 12.1	Alhucema

- En este tipo de titulaciones (con indicador interno) solo se requiere observar el cambio de coloración de la solución para definir el final de la reacción y hacer las mediciones correspondientes.

Norma para la titulación

- *De manera general sin importar el tipo de titulación es decir si es ácido débil o fuerte Vs. base fuerte o débil se puede calcular por la siguiente expresión:*
- $Va * Ca = Vb * Cb$

De donde:

Va: Volumen del ácido

Ca: Concentración del ácido

Vb: Volumen de la base

Cb: Concentración de la base

- *Tenemos 100 ml de HCl de concentración 0.025M ¿ Cuanto volumen de una soda cáustica 0.036 M necesitamos para llevarlo a neutralización total?*

Va: 100 mL

Ca: 0.025N

Cb: 0.036N

Vb: ???

- *Utilizando $V_a \times C_a = V_b \times C_b$, tenemos:*

$$(V_a \times C_a)/C_b = V_b = (100\text{ml} \times 0.025\text{M})/0.036\text{M}$$

$V_b = 69.44$ mL de soda para neutralizar todo el ácido.

- *Se tiene una soda cáustica de concentración 0.058 M en un erlenmeyer a un volumen de 75 ml. ¿cuál es la concentración del ácido si se gastaron 26.4 ml del ácido hasta el cambio del indicador?*

- *$V_a \times C_a = V_b \times C_b$, tenemos:*

- *$$C_a = \frac{V_b \times C_b}{V_a} = \frac{75 \text{ ml} \times 0,058}{26,4 \text{ ml}} = 0,165 \text{ M}$$*

Rta// 0.165 M

- En la titulación de un volumen de 50 mL de una solución de HCl se necesitaron 29.71 mL
- de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0.01963 M, usando como indicador verde de bromocresol. Calcular la
- molaridad del HCl.

- 5 mL de HCl 0.095 M son valorados con NaOH 0.086 M. Calcular el volumen de NaOH requerido.
-
- PH del sistema al inicio de la titulación (solución de HCl al 0,095 M)
- Volumen NaOH para la neutralización

9. 5 mL de HCl 0.095 M son valorados con NaOH 0.086 M. Realice los cálculos correspondientes y responda en línea:

- a) pH del sistema al inicio de la titulación: 1.02
- b) Volumen NaOH para la neutralización: 5.52 mL

Desarrollo

a) $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$
 $\text{pH} = -\log 0.095$
 $\text{pH} = 1.02$

b)
$$\frac{0.095 \text{ moles H}^+}{1000 \text{ mL}} = \frac{x}{5 \text{ mL}} \Rightarrow 4.75 \times 10^{-4} \text{ moles H}^+$$

Recordemos que en el Punto de Equivalencia, los moles de H^+ se igualan a los moles de OH^- , por lo tanto:

$$\frac{0.086 \text{ moles OH}^-}{1000 \text{ mL}} = \frac{4.75 \times 10^{-4} \text{ moles OH}^-}{x} \Rightarrow 5.52 \text{ mL de NaOH}$$

- 10 ml de NaOH 0,1 M son titulados con HCl 0,098 M.
- Hallar P_{OH} y P_H de la solución inicial
- Volumen requerido para la titulación

10. 10 mL de NaOH 0.1 M son valorados con HCl 0.098 M. Realice los cálculos correspondientes y responda en línea:

- a) pH del sistema al inicio de la titulación: 13
- b) Volumen HCl para la neutralización: 10.20 mL
- c) pH a un V HCl = 5 mL: 12.54
- d) pH en PE: 7
- e) pH a un V HCl = 12 mL: 2.09

Desarrollo

a)

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= -\log [\text{OH}^-] & \text{pH} &= 14 - \text{pOH} \\ \text{pOH} &= -\log 0.1 & \text{pH} &= 14 - 1 \\ \text{pOH} &= 1 & \text{pH} &= 13 \end{aligned}$$

b)
$$\frac{0.1 \text{ mol OH}^-}{1000 \text{ mL}} = \frac{x}{10 \text{ mL}} \Rightarrow 1 \times 10^{-3} \text{ moles OH}^-$$
, por lo tanto el volumen de neutralización en el

punto de equivalencia será:
$$\frac{0.098 \text{ moles H}^+}{1000 \text{ mL}} = \frac{1 \times 10^{-3} \text{ moles H}^+}{x} \Rightarrow 10.20 \text{ mL de HCl}$$

c)

$$[\text{OH}^-] = \frac{(C_{\text{OH}^-} \cdot V_{\text{OH}^-}) - (C_{\text{H}^+} \cdot V_{\text{ag H}^+})}{V_{\text{final}}} \quad \begin{array}{l} [\text{OH}^-] = 0.034 \text{ M} \\ \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} \\ \text{pOH} = -\log 0.034 \quad \text{pH} = 14 - 1.46 \\ \text{pOH} = 1.46 \quad \text{pH} = 12.54 \end{array}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{(0.1 \text{ M} \cdot 10 \text{ mL}) - (0.098 \text{ M} \cdot 5 \text{ mL})}{15 \text{ mL}}$$

d)

$$[\text{H}^+] = \frac{(C_{\text{H}^+} \cdot V_{\text{ag H}^+}) - (C_{\text{OH}^-} \cdot V_{\text{OH}^-})}{V_{\text{final}}} \quad \begin{array}{l} [\text{H}^+] = 0.008 \text{ M} \\ \text{pH} = -\log [\text{H}^+] \\ \text{pH} = -\log 0.008 \\ \text{pH} = 2.09 \end{array}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{(0.098 \text{ M} \cdot 12 \text{ mL}) - (0.1 \text{ M} \cdot 10 \text{ mL})}{22 \text{ mL}}$$

11. Se valoran 25 mL de KOH 0.065 M con HCl 0.078 M:

- a) Nombre de la reacción: Neutralización
- b) pH neutralización total: 7
- c) Volumen de HCl para alcanzar PE: 20.76 mL
- d) $\frac{\text{g}}{\text{L}}$ de KOH: 3.64 $\frac{\text{g}}{\text{L}}$

Desarrollo

c)
$$\frac{0.065 \text{ moles OH}^-}{1000 \text{ mL}} = \frac{x}{25 \text{ mL}} \Rightarrow 1.62 \times 10^{-3} \text{ moles OH}^-$$
, por lo tanto el volumen de

neutralización en el punto de equivalencia será:

$$\frac{0.078 \text{ moles H}^+}{1000 \text{ mL}} = \frac{1.62 \times 10^{-3} \text{ moles H}^+}{x} \Rightarrow 20.76 \text{ mL de HCl}$$